SEMESTRAL

UNI

academiacesarvallejo.edu.pe

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

SEMESTRAL

UNI

academiacesarvallejo.edu.pe

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

QUÍMICA

Tema: ENLACE QUÍMICO II

Docente: Darío Vera Cuadros

I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clases serán capaces de:

1. **Mostrar** mediante el esquema Lewis los tipos de covalencia: **normal, dativo**, y mediante la diferencia de electronegatividad, el enlace **covalente polar y apolar**.
2. **Justificar** la estabilidad molecular y la longitud de los enlace con la **teoría de la resonancia**.
3. **Identificar** el tipo de híbrido, principalmente del átomo central y relacionarlo con la **geometría molecular**.

II. INTRODUCCIÓN

En el proceso de mejoramiento de especies tenemos casos de combinación del cual se forman especies **híbridas**.

Ejemplos:

Cebra + yegua

Cebrallo

Toronja + mandarina

tangelo

¿Cómo se logra estas nuevas especies?
¿Tendrán nuevas características?

Si abrimos un poco la llave del caño, el agua cuyas moléculas son eléctricamente neutra, se desplazará en trayectoria vertical hacia abajo por la fuerza de gravedad, ……., pero, si le acercamos una peineta electrizada ?

¿Cómo se explica esta desviación?
¿tendrá que ver con polaridad molecular?
El carácter polar…..¿Dependerá de la geometría molecular?
La geometría molecular se relacionará con el ORBITAL HÍBRIDO?

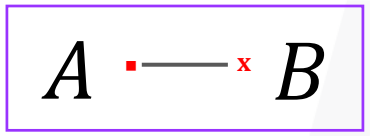
III. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES COVALENTES

Existen hasta cuatro criterios para clasificar a los enlaces covalentes, dos de los cuales se vio la clase pasada.

3.1 SEGÚN EL APORTE DE ELECTRONES PARA FORMAR EL PAR ENLAZANTE:

Se tiene el enlace covalente normal y dativo o coordinado.

A. Enlace covalente normal: cada átomo aporta un electrón para formar el par enlazante.

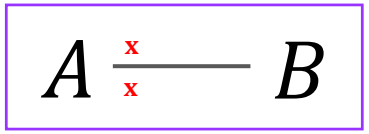


Ejemplo: H_2O

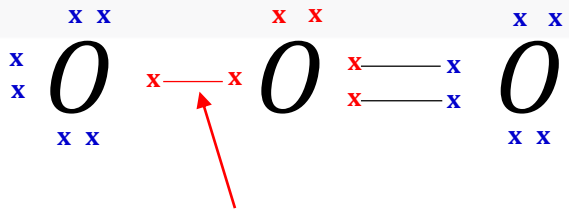
Tiene

- Dos enlaces normales.
- Dos pares libres.

B. Dativo o coordinado: Solo uno de los dos átomos aporta el par de electrones para formar el par enlazante.



Ejemplo: O_3



Tiene

- Un enlace dativo.
- Dos enlaces normales.
- Seis pares libres

ESTRUCTURA DE LEWIS PARA SUSTANCIAS COVALENTES (MOLECULARES)

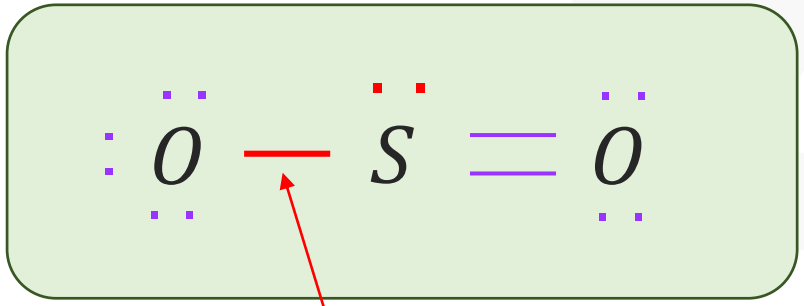
Ejemplo 1:

✓ SO_2

$$S\ (VIA) \rightarrow 6e^-\ de\ valencia$$
$$O\ (VIA) \rightarrow 6e^-\ de\ valencia$$

$$e^-\ necesarios = 3x8 = 24$$
$$e^-\ de\ valencia = 1x6 + 2x6 = 18$$
$$Pares\ enlazantes = \frac{24 - 18}{2} = 3$$

Estructura de Lewis



Enlace dativo
o coordinado

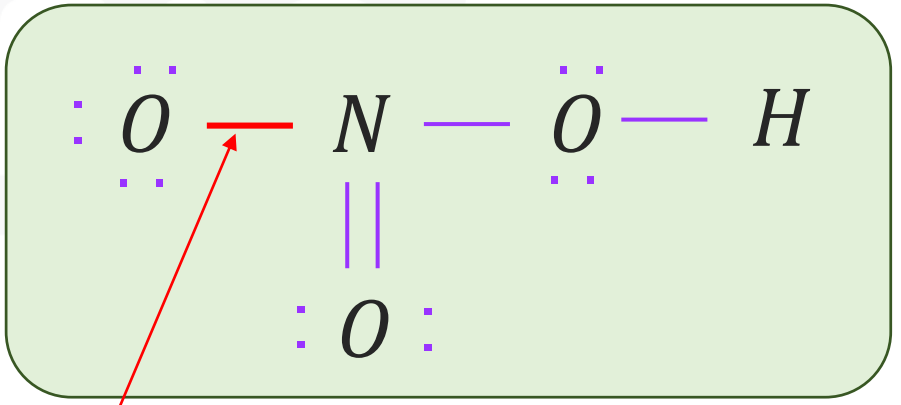
Ejemplo 2:

✓ HNO_3

$$H\ (IA) \rightarrow 1e^-\ de\ valencia$$
$$N\ (VA) \rightarrow 5e^-\ de\ valencia$$
$$O\ (VIA) \rightarrow 6e^-\ de\ valencia$$

$$e^-\ necesarios = 1x2 + 4x8 = 34$$
$$e^-\ de\ valencia = 1x1 + 1x5 + 3x6 = 24$$
$$Pares\ enlazantes = \frac{36 - 24}{2} = 5$$

Estructura de Lewis



Enlace dativo
o coordinado

3.2. SEGÚN LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDADES

A. Enlace apolar o no polar : Es aquel enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividades es igual a cero, la compartición es **equitativa** y el enlace es simétrico en su distribución de cargas. Ejemplo: Cl_2

Cuando eso ocurre, el enlace se denomina no polar , apolar o covalente puro

B. Enlace polar: Es aquel enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividades es diferente de cero, aquí la compartición es **no equitativa** y el enlace es asimétrico en su distribución de cargas. Ejemplo: HCl

$$EN(Cl) - EN(H) = 3{,}0 - 2{,}1$$

$$\Delta EN = 0{,}9 \neq 0$$

(dipolo)

$EN(Cl) > EN(H)$; esto genera una mayor densidad electrónica cerca del cloro lo que expresamos mediante las cargas parciales.

$\pm\delta$: cargas parciales

MOMENTO DIPOLAR (μ)

vimos que en el H - Cl hay un desplazamiento de la densidad electrónica del H al Cl. Este desplazamiento se simboliza con una flecha cruzada ($\nrightarrow$) denominada **momento dipolar** y se dirige del menos al más electronegativo.

$$\overset{+\delta \quad -\delta}{H - Cl} \Longrightarrow \overset{\mu}{\longrightarrow} H - Cl$$

μ: momento dipolar, Es la medida cuantitativa del desplazamiento de la densidad electrónica o polaridad del enlace químico dentro de una molécula.

Los momentos dipolares $\boldsymbol{\mu}$ se expresan en Debye (D) en honor a Peter Debye (nobel 1936).

$$1D = 3{,}33x10^{-30}C.m$$

Veamos algunos valores experimentales del momento dipolar de diferentes enlaces:

I. $H - F$ $\quad \mu = 1{,}92\text{D}$ $\qquad$ $H - Cl$ $\quad \mu = 1{,}08\text{D}$

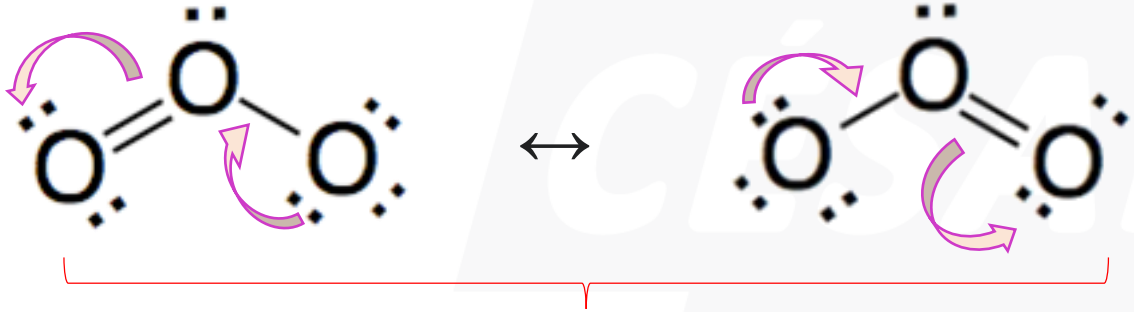
II. $C - O$ $\quad \mu = 0{,}74\text{D}$ $\qquad$ $C = O$ $\quad \mu = 2{,}4\text{D}$

$\longleftarrow$ Aum. ΔEN $\longrightarrow$

¡NO OLVIDAR! A mayor momento dipolar mayor polaridad de enlace.

IV. TEORÍA DE LA RESONANCIA

Es una forma teórica de explicar la deslocalización de los electrones pi , acompañado en algunos casos del par libre de electrones. Esta deslocalización es entorno a los átomos de una molécula o ion poliatómico.
Así por ejemplo para la molécula de ozono O_3:



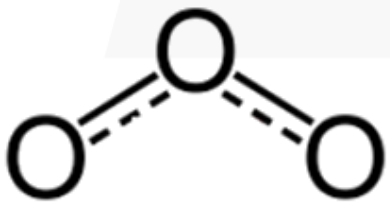
2 estructuras resonantes

Se espera que los enlaces sean de diferentes longitudes.

Enlace	O – O	O = O
Longitud de enlace (pm)	148	121

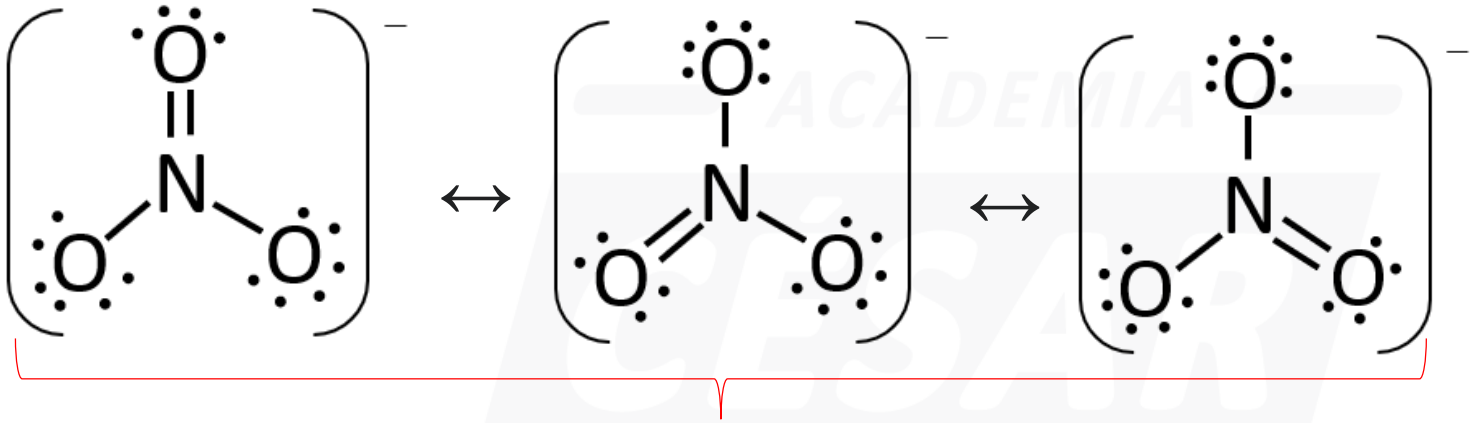
Sin embargo resultados experimentales, muestran que ambos enlaces (O – O), del ozono, son iguales a 128pm.

Un Híbrido de resonancia



- ✓ ninguna estructura resonante existe por si sola. Es decir; no son reales.
- ✓ Tampoco se puede decir que una estructura cambia en todo momento en la otra.
- ✓ Quien existe realmente es el híbrido de resonancia.

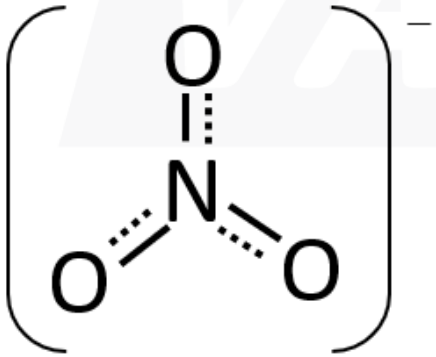
Analicemos ahora al ion nitrato NO_3^{1-}



3 estructuras resonantes

Si bien el enlace doble no existe como tal, su deslocalización ayuda a fortalecer cada enlace N – O, lo que a su vez genera una mayor estabilidad en los enlaces y por ende en la estructura.

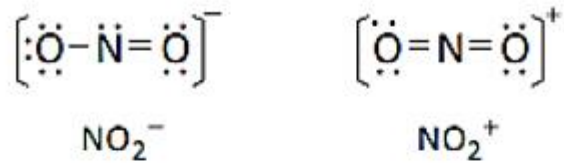
Un Híbrido de resonancia



Por ello a mayor número de estructuras resonantes, mayor estabilidad de la estructura molecular.

Ejercicio 1 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2017-I

Los iones nitrito (NO_2^-) y nitrilo (NO_2^+) tienen las siguientes estructuras de Lewis:



NO_2^- NO_2^+

Indique la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. El NO_2^- tiene 2 formas resonantes que aportan estabilidad.
II. El NO_2^+ no presenta resonancia.
III. El enlace nitrógeno-oxígeno tiene la misma longitud de enlace en ambas especies.

A) V V V
B) V V F
C) V F F
D) V F V
E) F F F

Resolución:

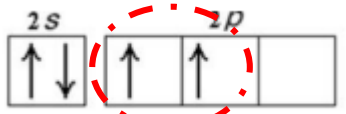
Clave : B

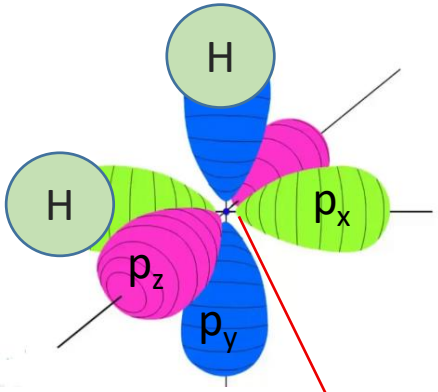
V. TEORÍA DE LA HIBRIDIZACIÓN DE ORBITALES

Algunas descripciones de la estructura de una molécula basadas en la Teoría de Enlace Valencia (solapamiento de orbitales) **NO SON COHERENTES CON LA REALIDAD,** será necesario la teoría de los orbitales híbridos, por ejemplo para el caso del metano CH_4.

Carbono sin hibridación

C:



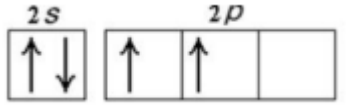


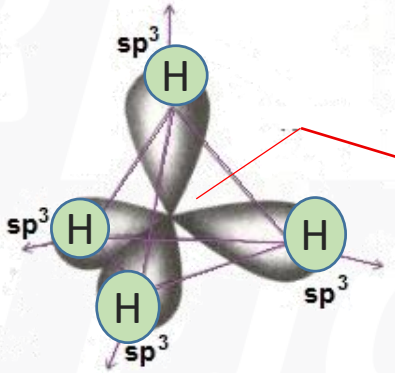
- Puede realizar 2 enlaces debido a los dos orbitales desapareados que presenta.
- Se predice la existencia de una molécula cuya fórmula sería CH_2 y un ángulo de enlace de 90°.

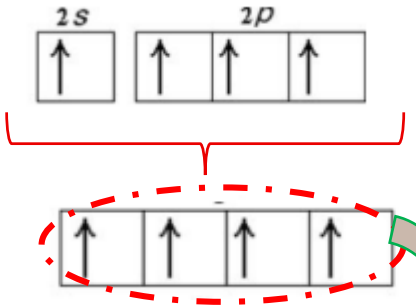
ángulo 90° (no coincide con la realidad)

Carbono con hibridación

C*:







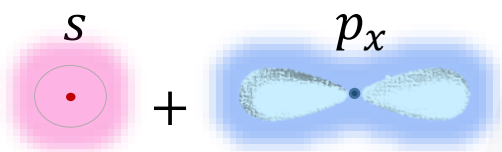
ángulo 109,5° (observado experimentalmente)

- Puede realizar 4 enlaces luego de la hibridación.
- Se predice la molécula CH_4 , la cual es coherente con la realidad, molécula estable donde el carbono cumple el octeto.

HIBRIDIZACIÓN

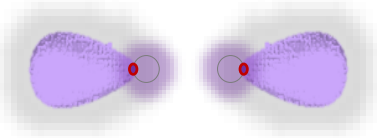
Procedimiento matemático que implica la *combinación de las funciones de onda (orbitales atómicos puros),* del mismo nivel de valencias, para generar nuevos orbitales HÍBRIDOS , con igual forma , tamaño, energía , pero con diferente orientación espacial.

a) Hibridación sp

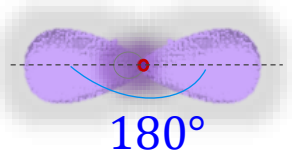


Un orbital s y un orbital p
de la capa de valencia

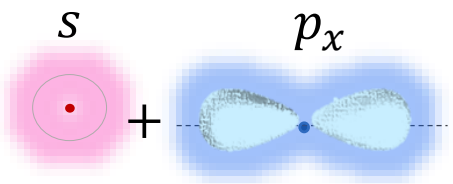
Dos orbitales
Híbridos "sp"

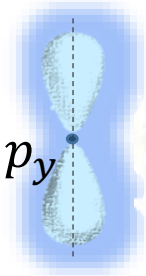


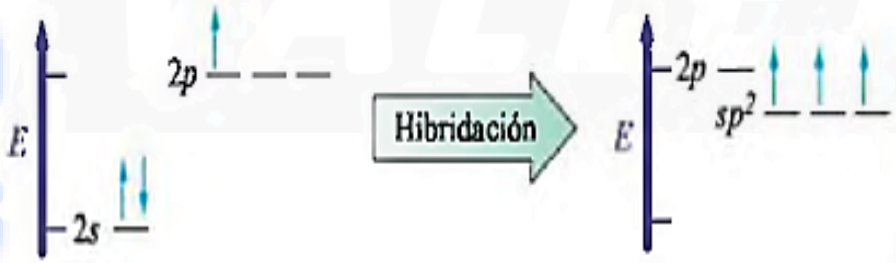
Lineal



b) Hibridación sp^2

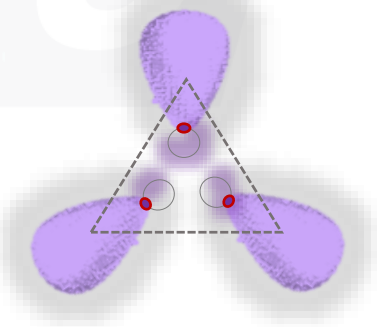




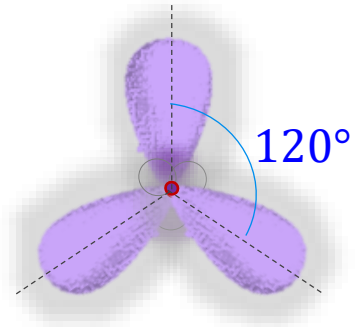


Un orbital s y dos orbitales p
de la capa de valencia

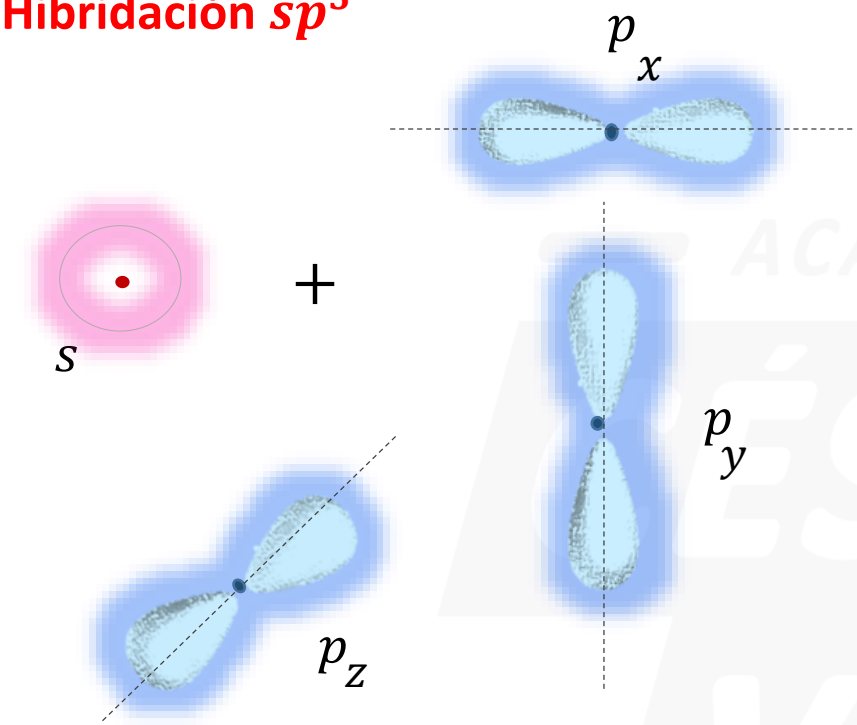
Tres orbitales
Híbridos "sp^2"



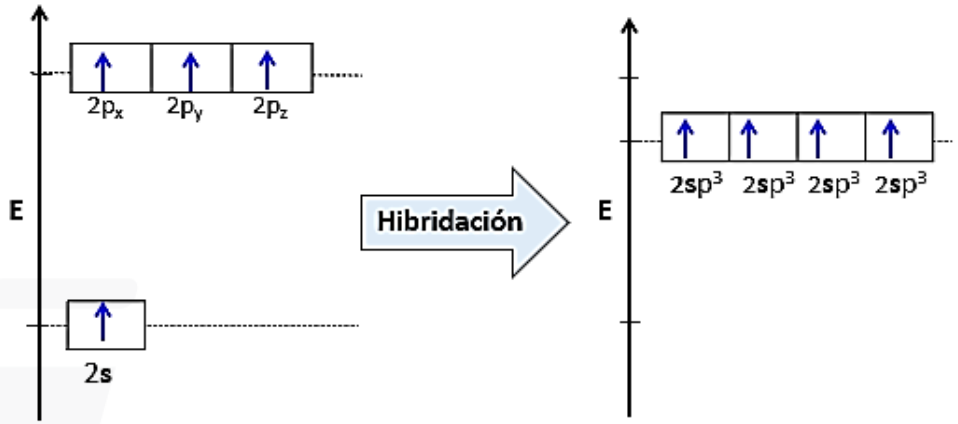
Trigonal



c) Hibridación sp^3

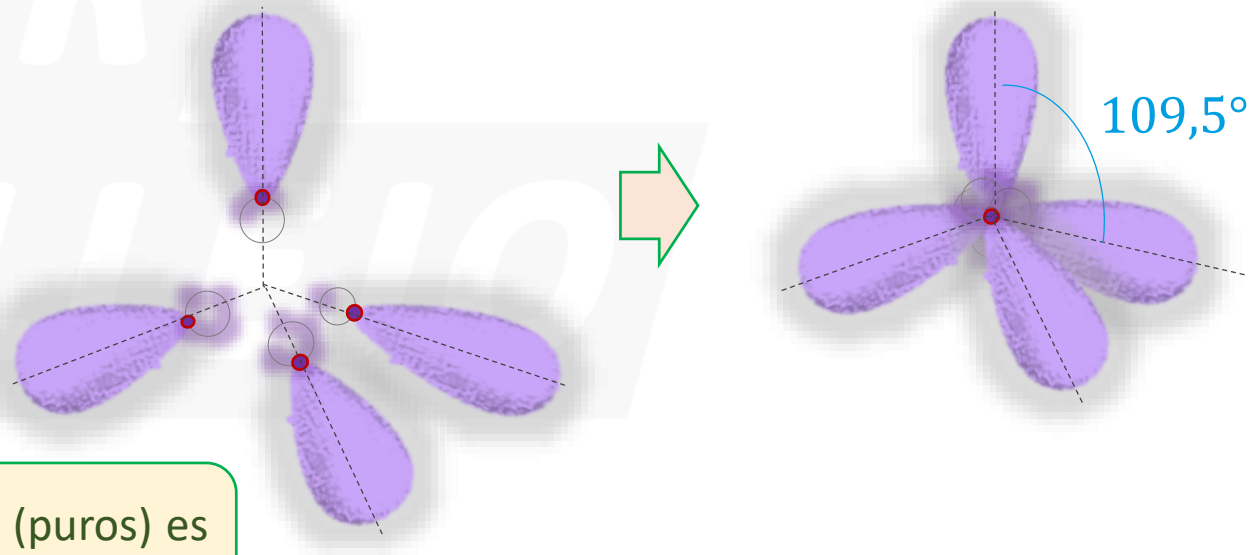


Un orbital s y tres orbitales p de la capa de valencia



Cuatro orbitales Híbridos "sp^3"

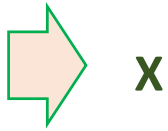
Tetraédrica



La suma de la cantidad de orbitales atómicos (puros) es igual a la cantidad de orbitales híbridos que se generan.

- **Regla práctica:** determinamos “X” para 1 átomo(**átomo central**)

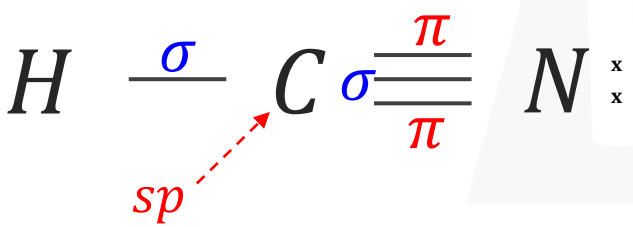
X = # enlaces "σ" + # pares electrónicos libres

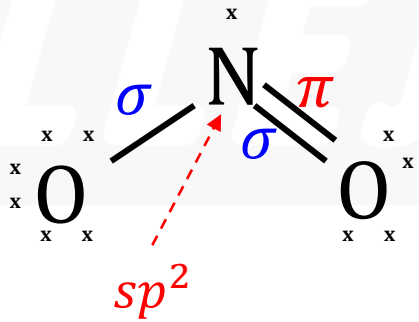


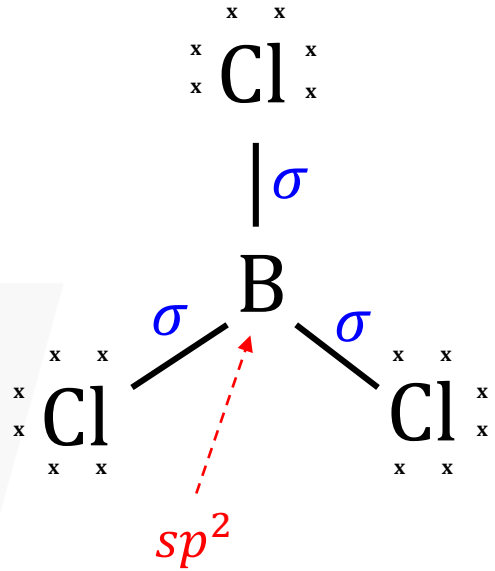
X

- 2 → sp
- 3 → sp^2
- 4 → sp^3

Ejemplos:







Note que el enlace “π” no se toma en cuenta, ya que este enlace se forma con orbitales “p” puro y no con orbitales híbridos.

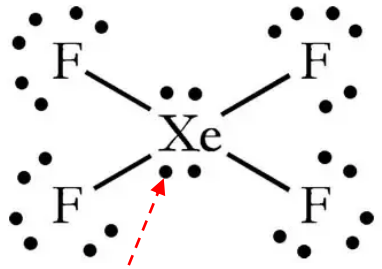
¡Mas allá de lo básico!

En algunas moléculas el átomo central expande su octeto, lo que genera que presente 5 o 6 pares electrónicos en torno al átomo central, esto implica que el átomo central debe recurrir a los orbitales *d*.

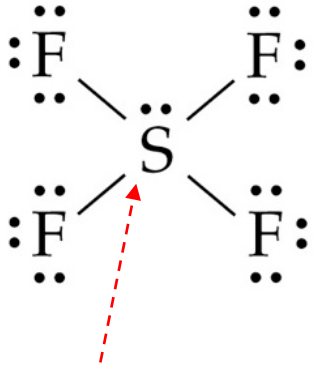
Entonces si …

X
- 5 → sp^3d
- 6 → sp^3d^2

Ejemplos:



sp^3d^2



sp^3d

¡Muy importante!

- Los orbitales híbridos presenta una energía intermedia entre los orbitales puros *s* y *p* : $p > sp^x > s$
- Recordar que solo pueden **expandir el octeto** aquellos elementos que presenten disponibles orbitales "d", es decir, elementos a partir del **tercer periodo** .

Ejercicio 2 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2016 –2

Señale la alternativa correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. El átomo de nitrógeno en el amoniaco, NH_3, presenta diferente tipo de hibridación que el átomo de nitrógeno en el ion NH_2^-.

II. La longitud de los 4 enlaces C–H del metano, CH_4, son iguales debido a que el átomo de carbono presenta hibridación sp^3.

III. El átomo de azufre en la sustancia SF_6 presenta orbitales híbridos diferentes al tipo sp^x (donde $x=1, 2$ o 3).

Número atómico: S=16; N= 7 ; H=1; C=6; F=9

A) FVF B) VVV C) FFV
D) FVV E) VFF

Resolución:

Clave : D

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

6. GEOMETRÍA MOLECULAR

6.1. TEORÍA DE REPULSIÓN DE LOS PARES ELECTRÓNICOS DE LA CAPA DE VALENCIA

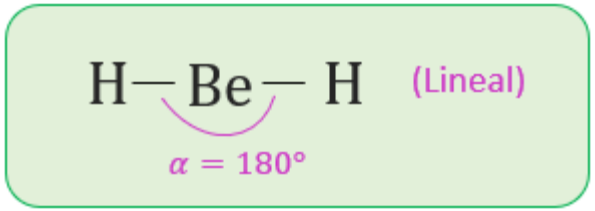
Establece que la disposición espacial de los átomos es generar una estructura molecular de ***mínima energía***, quiere decir de mayor estabilidad, lo cual se alcanzará cuando se genere la ***mínima repulsión eléctrica*** entre los pares de electrones.

REGLA 1: Máxima separación entre los pares electrónicos del átomo central (ya sea pares enlazantes y/o pares no enlazantes), de tal forma que la **repulsión eléctrica** entre ellos sea **mínima.**

Analicemos esto para el BeH_2

Separación entre pares electrónicos

Luego, La geometría más estable para el BeH_2 será

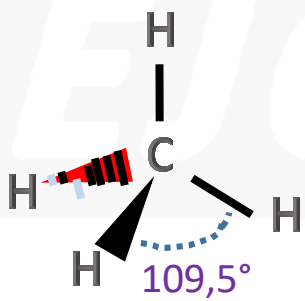


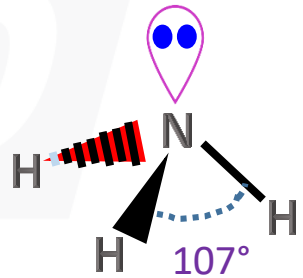
En esta estructura hay ***menos repulsión*** *de los pares enlazantes.*

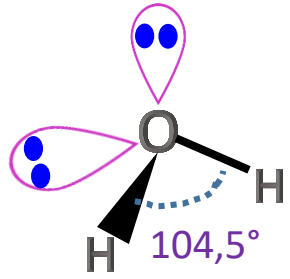
REGLA 2: La intensidad de la fuerza eléctrica de repulsión entre pares electrónicos.

$$\begin{matrix} par\ solitario \\ par\ solitario \end{matrix} > \begin{matrix} par\ solitario \\ par\ enlazante \end{matrix} > \begin{matrix} par\ enlazante \\ par\ enlazante \end{matrix}$$

Comparemos los ángulos reales de las siguientes moléculas:







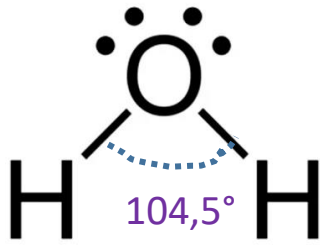
En ángulo de enlace disminuye por la mayor repulsión con los pares no enlazantes.

6.2. GEOMETRÍA MOLECULAR Y GEOMETRÍA ELECTRÓNICA

La teoría de Lewis no tiene alcance acerca de las formas geométricas de las moléculas. El siguiente paso es utilizar la teoría de la hibridización y la teoría de repulsión de los pares de electrones.

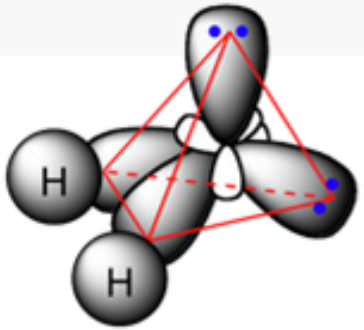
Geometría molecular (GM)

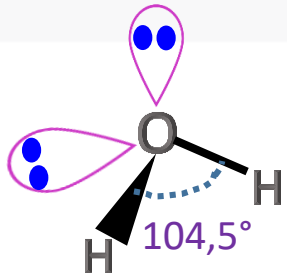
Se refiere a la disposición espacial que adoptan los átomos entorno a un átomo central.



Geometría electrónica (GE)

Se refiere a la disposición espacial que adoptan los grupos de electrones enlazantes y pares solitarios entorno a un átomo central.

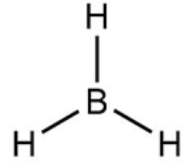
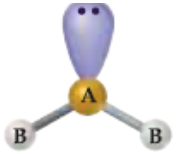
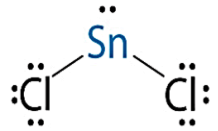
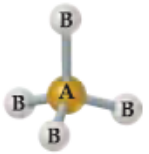
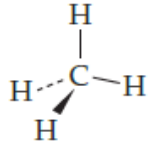
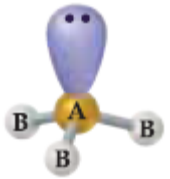
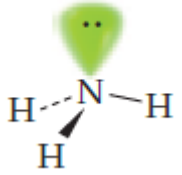
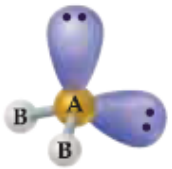
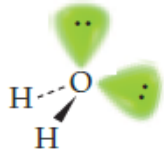


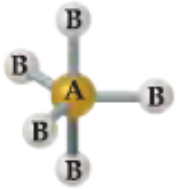
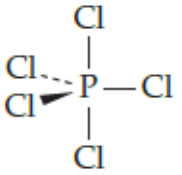
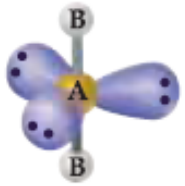
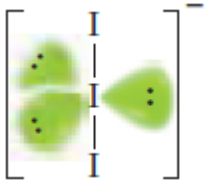
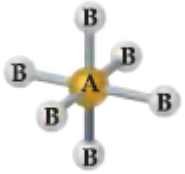
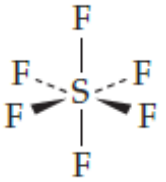
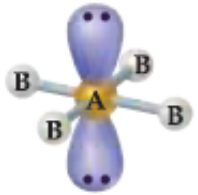
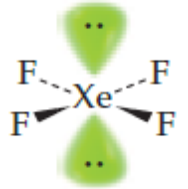


¡IMPORTANTE!

- La **GM** influye en sus propiedades físicas y químicas: momento dipolar resultante, solubilidad, reactividad, velocidad de reacción, etc).
- Si la molécula no tiene pares de e- libres en el átomo central : ***GM=GE.***
- La **GM** también predice el arreglo de los átomos en los iones poliatómicos

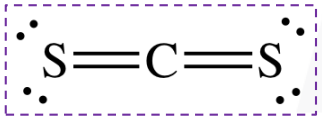
Geometría electrónica(GE) y Geometría molecular (GM)

N° de pares de electrones	Geometría Electrónica (GE)	Número de pares solitarios	Geometría molecular (GM)	Ángulo Enlace	Ejemplos
2	Lineal	0	Lineal	180°	Cl - Be - Cl $BeCl_2$
3	Trigonal plana	0	Trigonal plana	120°	BH_3 
		1	Angular 	< 120°	 $SnCl_2$
4	Tetraédrica	0	 Tetraédrica	109,5°	CH_4 
		1	Piramidal 	< 109,5°	 NH_3
		2	 Angular	<< 109,5°	H_2O 

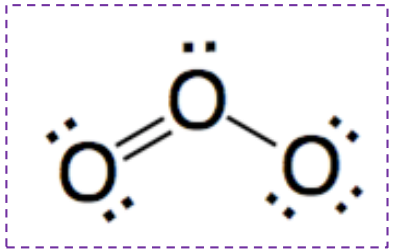
N° de pares de electrones	Geometría electrónica (GE)	Número de pares solitarios	Geometría molecular (GM)	Ángulo Enlace	Ejemplos
5	Bipirámide trigonal	0	 Bipirámide trigonal	90° 120°	 PCl_5
		3	Lineal 	180°	I_3^- 
6	Octaédrica	0	 Octaédrica	90°	 SF_6
		2	Plano cuadrada 	90°	XeF_4 

¡ES MOMENTO DE PRACTICAR!

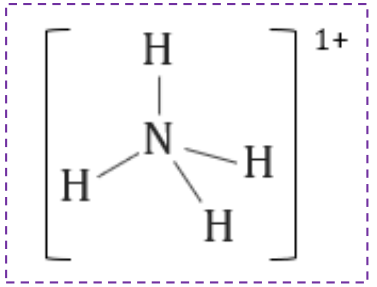
Predecir la geometría molecular de: CS_2 , BH_3 , O_3 , NH_4^+ , H_3O^+ , CO_3^{2-} , XeF_2



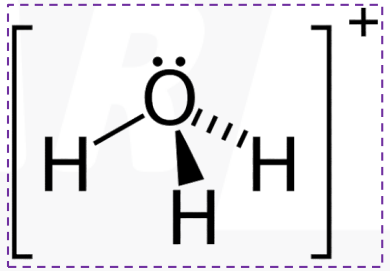
GM: lineal



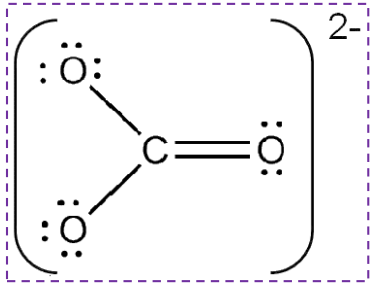
GM: angular



GM: tetraédrica

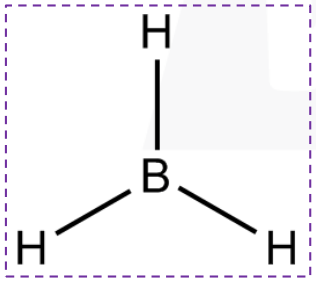


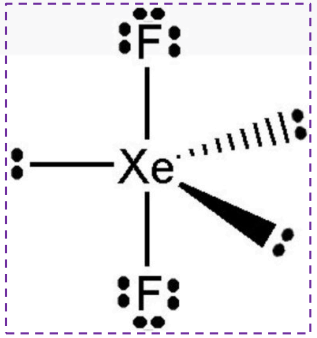
GM: piramidal



GM: trigonal

GM: trigonal





GM: lineal

Ejercicio 3 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2019 –2

Si A representa a un átomo central con dos pares de electrones no compartidos y B representa a un átomo unido por un enlace simple al átomo A, ¿cuál es la geometría molecular de la especie AB_2?

A) Lineal
B) Angular
C) Plana trigonal
D) Pirámide trigonal
E) Tetraédrica

Resolución 3:

Clave : B

Ejercicio 4 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2018 –2

Luego de realizar la estructura de Lewis del SO_2, un estudiante advierte que la molécula presenta enlaces azufre-oxígeno de diferente longitud. Sin embargo, al leer un libro, el autor afirma que estos enlaces son equivalentes en longitud.
Al respecto, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El SO_2 presenta dos estructuras resonantes.
II. Una de las estructuras resonantes presenta una geometría molecular angular.
III. Puede decirse que la estructura real del SO_2 consiste en la mezcla de sus formas resonantes.

Número atómico: O = 8 ; S = 16

A) Solo I
B) Solo II
C) Solo III
D) I y III
E) I, II y III

Resolución 4:

Clave : E

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

VII. BIBLIOGRAFÍA

- Chang, R. y Goldsby, K. (2017). **Química**. Duodécima ed. México. McGraw Hill Interamericana Editores.
- McMurry, J.E y Fay, R.C (2009). **Química General**. Quinta ed.. México. Pearson Educación.
- Brown T. L., H. Eugene L., Bursten B.E., Murphy C.J., Woodward P.M. (2014). **Química, la ciencia central.** decimosegunda ed.. México. Pearson Educación.
- Asociación Fondo de Investigación y Editores, Cristóbal A.Y (2016). **La Guía Científica. Formulario de Matemáticas y Ciencias.** Primera edición. *Química* Perú. Lumbreras editores.
- Asociación Fondo de Investigación y Editores, Ponte W.H (2019). **Química. Fundamentos y aplicaciones.** Primera edición. Perú. Lumbreras editores.

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

GRACIAS

SÍGUENOS:

academiacesarvallejo.edu.pe